

Allgemeine und anorganische Chemie 1
FSU Jena - WS 07/08
Serie 02 - Lösungen

Stilianos Louca

22. November 2007

Aufgabe 01

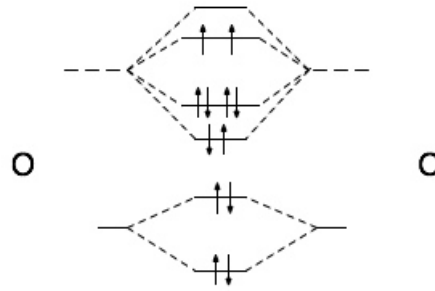
- Ionische Bindungen entstehen durch elektrische Anziehungskräfte zwischen Ionen, d.h. geladenen Atomen bzw. Atomsystemen. Charakteristisch sind hohe Siede- und Schmelzpunkte, die Stromleitung in der Schmelze oder in Lösung durch die Ionen, Kristallbildung als Feststoff (meist harte und spröde Kristalle). Dabei treten diese erst bei einem Elektronegativitätsunterschied von über 1.7 auf. Die Anziehung ist nicht gerichtet, weshalb sich allgemein Gitter- bzw. Kristallstrukturen bilden, in denen die Anionen bzw. Kationen den energetisch günstigeren Zustand annehmen.
- Kovalente Bindungen, meist zwischen nicht-metallischen Atomen, entstehen zwischen zwei Atomen mit einem Elektronegativitätsunterschied kleiner als 1.7, durch gemeinsames Teilen eines Elektronenpaars. Dabei beteiligen sich grundsätzlich Elektronen aus der äußeren Elektronenschale, wobei die Atome bei der Abgabe bzw. Zunahme *streben* die nächstmögliche Edelgaskonfiguration zu erreichen. Dabei befinden sich die beteiligten Elektronen nicht mehr in den klassischen Atomorbitalen sondern in so genannten Molekülorbitalen.
- Metallbindungen treten bei den Metallelementen bzw. Legierungen auf (Elektronegativitätswerte < 1.5), zwischen Atomen mit sehr geringen Elektronegativitätsunterschieden. Da die äußeren Elektronen von Metallatomen nur schwach an das Atom gebunden sind, können diese von letzteren leicht abgetrennt werden. Dabei entstehen so genannte Gitter auf positiven geladenen Metall-Ionen, in denen die Elektronen *frei* beweglich sind (*Elektronenwolke*) und keinem spezifischen Atom angehören. In Folge dessen haben Metalle eine gute elektrische und Wärme-Leitfähigkeit. Die Struktur der Gitter ist kristallisch und meist kubisch.
- Koordinative Bindungen (auch dative oder Donator-Akzeptor-Bindungen) sind analog zu kovalenten Bindungen Bindungen bei denen ein Elektronenpaar zwischen den beiden beteiligten Atomen geteilt wird. Der einzige Unterschied ist dass die beteiligten Elektronen nicht unbedingt von unterschiedlichen Atomen stammen. Dabei wird den Atomen die im Endeffekt ein Elektron mehr oder weniger haben eine entsprechende formale Ladung zugeordnet.

Aufgabe 02

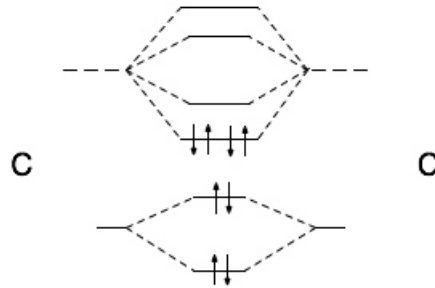
- (i) : 2 freie Elektronenpaare. (ii) : Kein freies Elektronenpaar. (iii) : 1 freies Elektronenpaar
- Das Atom muss 6 Valenzelektronen besitzen. Sulfur ${}_{16}\text{S}$ und Selenium ${}_{34}\text{Se}$ besitzen beide diese Eigenschaft, jedoch bildet *Se* mit Fluor Ionenbindungen die nicht mit dem oben genannten Model beschrieben werden können.
- Xenon ${}_{54}\text{Xe}$ (8 Valenzelektronen) kann zu so einer Geometrie führen (zwei freie Elektronenpaare + 4 Bindungselektronen)

Aufgabe 03

- a) Das erste MO ist beim O_2 mit Elektronen gleichen Spins besetzt was eben genau den Paramagnetismus hervorruft.



Anders als beim C_2 , wo sich jedes mal die Spins der Elektronen *aufheben*



was eben genau Ursache für den Diamagnetismus ist.

- b) Die Moleküle O_2 , O_2^+ , O_2^- haben jeweils eine Bindungsordnung von 2, 2.5 und 1 so dass entsprechend auch die Abstände zwischen den beiden O zu erwarten sind. Im H_2O_2 Molekül werden durch die H -Atome den O -Atomen Elektronen *entzogen*, zwischen ihnen existiert also eine schwächere Bindung, was auch dem erheblich größeren Abstand zwischen ihnen entspricht. Die Bindungsordnung von Ozon ist 1.5. So liegt die Bindungslänge etwa zwischen denen der O_2 Moleküle.

Aufgabe 04

Da die Chloranionen erheblich größer sind als die Fluoranionen, ist bei Kaliumfluoridkristallen der Raum gleichmäßiger gefüllt als bei den Kaliumchloridkristallen, so dass letzterer nicht so stabil ist und daher bei niedrigeren Temperaturen schmilzt. Doch die Tetrafluormethanmoleküle sind erheblich leichter als die Tetrachlormethanmoleküle, weshalb diese wiederum eine geringere Schmelztemperatur haben.

Aufgabe 05

Bei Metallen erfolgt die elektrische Leitung nicht über die Valenzbänder sondern über die unmittelbar drüberliegenden Leitungsbänder (freie Energiebereiche). Durch die dicht nebeneinander-Anordnung der Atome, *verschmieren* sich die einst diskret-vertielten Energieniveaus zu *quasi-kontinuierlichen* (entarteten) Bändern, so dass z.B beim Magnesium ${}_{12}Mg$ die verbotene Zone zwischen Valenzband und Leiterband verschwindet. So können Elektronen einfach in das Leitungsband gelangen und von dort aus von Atom zu Atom *springen*.

Aufgabe 06

Bei der α -Fe Gitterstruktur befindet sich das Eisen nicht in der optimalsten (dichtesten) Kugelpackung, da es da eine Koordinationszahl von nur 8 hat, im Gegensatz zur γ -Fe Gitterstruktur. Durch erhöhen der Temperatur, können die Atome viel leichter die verschiedenen Energiebarrieren *überpringen* und eine neue, optimalere Position annehmen. So ergibt sich dann die kompaktere Eisen-Struktur mit einer Koordinationszahl 12.